



Nombre : \_\_\_\_\_

## **GUIA 2: "¿Cómo se evidencia lo que no se ve?: Reacciones Red-Ox" (Parte 2)"**

Objetivo:

- Explicar, por medio de investigaciones experimentales y no experimentales, fenómenos ácido-base, de óxido-reducción y de polimerización-despolimerización presentes en sistemas naturales y en aplicaciones tecnológicas.
- Valorar la importancia de la integración de los conocimientos de la química con otras ciencias para el análisis y la propuesta de soluciones a problemáticas actuales, considerando las implicancias éticas, sociales y ambientales.

### **Tema 3 → Estados de Oxidación (EDO).**

**Número de Oxidación o Estado de Oxidación (EDO):** Corresponde a la carga del elemento químico, en otros casos se le llama valencia; es decir, corresponde a un valor arbitrario que se le ha asignado a cada elemento químico, el cual indica la cantidad de electrones que podría ganar, perder o compartir cuando se forma un compuesto.

Para calcular el número de oxidación se deben tener en cuenta las siguientes reglas:

**Regla N° 1:** El número de oxidación de cualquier átomo en estado libre o fundamental o sin combinar en la naturaleza; es decir, no combinado, es cero.

Ejemplos: Pt, Cu, Au, Fe, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Hg<sub>2</sub>, He. Todos sus EDO son igual a 0

**Regla N° 2:** El número de oxidación de cualquier ion monoatómico es igual a su carga.

Ejemplos: El EDO del Na<sup>+</sup> es +1, el del Ca<sup>2+</sup> es +2, el del Cl<sup>-</sup> es -1.

**Regla N° 3:** El número de oxidación del hidrógeno es +1 en todos los compuestos no iónicos, excepto en el caso de los hidruros que es -1.

**+ 1:** cuando el hidrógeno se combina con un no-metal.

Ejemplos: En compuestos como el HCl, HI, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> y CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaOH.

**- 1:** cuando el hidrógeno se combina con un metal (hidruros)

**Regla N° 4:** El número de oxidación del oxígeno es -2 en todos los compuestos, excepto en el caso de los peróxidos que es -1.

Ejemplos: NaH, LiH

**-2:** para el oxígeno en general.

Ejemplos: CaO, NaOH, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, NO, FeO, HNO<sub>3</sub>.

**-1:** para el oxígeno en peróxidos.

**Regla N° 5:** En las combinaciones entre los no metales en que no intervenga el hidrógeno u oxígeno, el no metal que esté por encima o a la derecha del otro en la tabla periódica se considera negativo. (Revisar una tabla periódica con las posiciones).

Ejemplo: peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)  $H_2O_2$

Ejemplo: en  $BrF_3$ , el número de oxidación del flúor es -1 y el del bromo es +3, mientras que en  $AsBr_3$  el bromo es -1 y el arsénico es +3.

Ejemplos:

$Cu_2O$  (óxido cuproso);  $EDO_{Cu} = +1$ ; como hay dos átomos de cobre, se multiplica el EDO por el número de átomos de la molécula:  $2(+1) = +2$  y el  $EDO_O = -2$ , al sumar ambos valores, la suma de los EDO debe ser cero:

$$(+2) + (-2) = 0$$

**Regla N° 6:** La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de una fórmula para un compuesto neutro debe ser cero.

$H_2SO_4$  (ácido sulfúrico);  $EDO_H = +1$ ; como hay 2 átomos de H, se multiplica el EDO por el número de átomos de la molécula:  $2(+1) = +2$ ; el número de oxidación del azufre es +6 como existe 1 átomo, entonces,  $1(+6) = +6$  y como el  $EDO_O = -2$ , y hay 4 átomos =  $4(-2) = -8$ . La suma de los EDO debe ser cero:

$$(+2) + (+6) + (-8) = 0$$

**Regla N° 7:** En un ión la suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos debe ser igual a la carga del ion.

Ejemplos:

$PO_4^{3-}$  (fosfato);  $EDO_P = +5$ ; hay 1 átomo, entonces  $1(+5) = +5$ ; como el  $EDO_O = -2$ , y hay 4 átomos  $4(-2) = -8$ . El ion fosfato tiene carga -3, por lo tanto, al sumar los números de oxidación, el resultado debe ser igual a -3.

$$(+5) + (-8) = -3$$

1. Indicar los estados de oxidación de los elementos en las siguientes especies químicas:

A) Azufre (S) en  $\text{SO}_2$

B) Azufre (S) en  $\text{SO}_4^{2-}$

C) Nitrógeno (N) en  $\text{NO}_3^-$

D) Nitrógeno (N) en  $\text{NO}_2$

E) Manganeso (Mn) en  $\text{MnO}_4^-$

F) Carbono (C) en  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

G) Manganeso (Mn) en  $\text{Mn}^{2+}$

H) Carbono (C) en  $\text{CO}_2$

I) Nitrógeno (N) en  $\text{NH}_4^+$

J) Azufre (S) en  $\text{SO}_4^{2-}$

K) Cloro (Cl) en  $\text{ClO}_3^-$

L) Azufre (S) en  $\text{H}_2\text{SO}_3$

M) Hierro (Fe) en  $\text{Fe}(\text{OH})_3$

N) Potasio (K) en KH

2. Para el siguiente compuesto llamado ion dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ¿Cuál es el estado de oxidación (EDO) del cromo?

A) -2

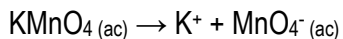
D) -6

B) +2

E) +6

C) 0

3. El  $\text{KMnO}_4$ , llamado permanganato de potasio, presenta una disociación de sus especies iónicas, la cual se describe en la siguiente reacción química



Para el Mn en el ion  $\text{MnO}_4^-$ , se tiene que su EDO corresponde a:

A) -7

D) +1

B) -1

E) +7

C) 0

4. En la siguiente reacción química:



¿Cuál de los elementos en las especies involucradas posee un mayor EDO?

A) Mn en  $\text{MnO}_4^-$

D) O en  $\text{OH}^-$

B) O en  $\text{H}_2\text{O}_2$

E) O en  $\text{O}_2$

C) Mn en  $\text{MnO}_2$

5. ¿En cuáles de los siguientes pares de especies químicas los elementos presentan el mismo EDO?

A) Mn en  $\text{MnO}_4^-$  y  $\text{MnO}_2$

B) Cr en  $\text{CrO}_4^{2-}$  y  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

C) Cl en  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Cl}_2$

D) S en  $\text{SO}_3$  y  $\text{SO}_4^{2-}$

E) O en  $\text{Na}_2\text{O}$  y  $\text{Na}_2\text{O}_2$